
Universidade Federal dos Vales do Jequitinhonha e Mucuri
Instituto de Engenharia, Ciência e Tecnologia
Avenida Manoel Bandejas, 460, Janaúba - MG - Brasil
www.ufvjm.edu.br



Idealizadora e Coordenadora
Profa. Dra. Patrícia Nirlane da Costa Souza

Vice-Coordenador
Prof. Dr. Thiago de Lima Prado



Corpo editorial

Editor Chefe

Prof. Dr. Thiago de Lima Prado

Coordenadores

Daniel Pereira Ribeiro
Vagner Carvalho Fernandes

Editores na Área de Física

Prof. Dr. Jean Carlos Coelho Felipe
Prof. Dr. Fabiano Alan Serafim Ferrari
Prof. Dr. Thiago de Lima Prado
Prof. Dr. Ananias Borges Alencar

Colaboradores em Física

Hudson Vinícios Tavares Mineiro
Vitor Bruno de Sá
Francelly Emilly Lucas
Mariana Tainná Silva Souza
Mathaus Henrique da Silva Alves
Daniel Pereira Ribeiro
Deybson Lucas Romualdo Silva

Editores na Área de Matemática

Prof. Msc. Carlos Henrique Alves Costa
Prof. Msc. Edson do Nascimento Neres Júnior
Prof. Msc. João de Deus Oliveira Junior
Prof. Msc. Fabrício Figueredo Monção
Prof. Msc. Patrícia Teixeira Sampaio

Colaboradores em Matemática

David Miguel Soares Junior
Farley Adriani Batista Caldeira
Hudson Vinícios Tavares Mineiro
Jhonatan do Amparo Madureira
Josimar Dantas Botelho
Lucimar Soares Dias
Matheus Correia Guimarães
Thiago Silva
Vitor Bruno de Sá
Vitor Hugo Souza Leal

Editores na Área de Biologia

Profa. Dra. Patrícia Nirlane da Costa Souza
Prof. Dr. Max Pereira Gonçalves
Profa. Estefânia Conceição Apolinário

Colaboradores em Biologia

Mathaus Henrique da Silva Alves
Jordana de Jesus Silva
Anny Mayara Souza Santos
Tarcísio Michael Ferreira Soares
Gabriel Antunes de Souza
Joselândio Correa Santos
Matheus Jorge Santana Versiani

Editores na Área de Química

Prof. Dr. Prof. Dr. Luciano Pereira Rodrigues
Prof. Dr. Luiz Roberto Marques Albuquerque
Profa. Dra. Karla Aparecida Guimarães Gusmão

Colaboradores em Química

Deybson Lucas
Juliano Antunes de Souza
Lucimar Soares Dias
Luiz Gustavo
Vagner Carvalho Fernandes
Nailma de Jesus Martins
Karine Silva
Paulo Silva
Kahmmelly Mathildes Pimenta Coelho

GABARITO

1	E	11	C	20	A	29	E	39	B
2	B	12	A	21	A	30	A	40	D
3	C	13	D	22	A	31	A	41	E
4	E			23	E	32	A	42	A
5	A	14	A	24	C	33	B	43	A
6	C	15	C	25	A	34	C	44	E
7	C	16	A	26	C	35	A	45	C
8	B	17	D	27	D	36	A	46	D
9	A	18	B	28	A	37	A	47	E
10	A	19	D			38	B	48	B

Seção 1.4

Eletroquímica

Subseção 1.4.1

Teoria

A eletroquímica é a parte química que estuda a produção de corrente elétrica através de reações químicas, como ocorre nas pilhas, por exemplo, ou correntes elétricas que produzem reações químicas (eletrolise). Assim, estudam principalmente pilhas e eletrólise.

Conceitos Básicos

REAÇÕES DE OXI-REDUÇÃO

Em certas reações químicas ocorre a transferência simultânea de elétrons, ou seja, uma espécie cede elétrons à outra espécie. Tal reação configura uma ligação iônica. A espécie que cedeu/perdeu o(s) elétron(s) diz-se que sofreu oxidação e trata-se de um agente redutor e a espécie que recebeu elétron(s) diz-se que sofreu redução e trata-se de um agente oxidante. Assim, a oxidação e redução são processos que ocorrem simultaneamente e configuram uma reação de oxi-redução, denominada também de redox.

Exemplo:

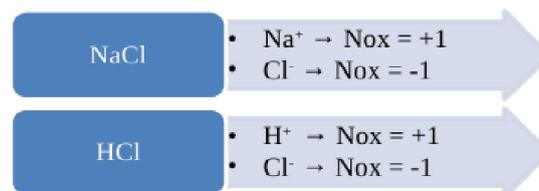


Na (sódio) – O sódio cede elétrons ao cloro, assim sofre oxidação e é um agente redutor. Cl (cloro) – O cloro recebe elétrons do sódio, assim sofre redução e é um agente oxidante.

NÚMERO DE OXIDAÇÃO (NOX)

O número de oxidação, ou nox, é a carga elétrica que o átomo recebe quando participa de alguma ligação. Se a ligação for iônica, o número de oxidação será a carga elétrica real que é a carga elétrica do íon, ou seja, a quantidade de elétrons pedidos ou ganhos pelo átomo. Se a ligação for covalente, o número de oxidação será a carga elétrica teórica que é a carga elétrica que o átomo receberia teoricamente caso a ligação covalente sofresse ruptura, onde os elétrons ficariam com o átomo mais eletronegativo.

Exemplo:



Caso haja íons simples, o seu número de oxidação é a sua própria carga, a carga elétrica real.

EFEITO DE NOX NA REAÇÃO REDOX

Na oxidação, onde ocorre a perda de elétrons pelo átomo, o número de oxidação aumenta. Na redução, onde ocorre o ganho de elétrons pelo átomo, o número de oxidação diminui.

NÚMEROS DE OXIDAÇÃO FREQUENTES

TES

- Para substâncias simples ou elemento, o nox será zero.
- Para o hidrogênio, o nox mais utilizado é +1, exceto quando ocorre em hidretos metálicos.
- Para o oxigênio, o nox mais utilizado é -2, exceto quando se encontra em peróxidos.
- Os elementos químicos das famílias A da tabela periódica recebem como nox o próprio número do grupo.
- Para os íons compostos, a soma do nox de cada elemento que constitui íon é igual a sua carga.
- Para substâncias compostas, soma do nox de cada elemento que constitui a molécula é igual a zero.

BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES REDOX

DOX

O princípio básico para o balanceamento de uma equação redox é de que a quantidade total de átomos de cada elemento deverá ser igual tanto nos reagentes quanto nos produtos.

Um método para o balanceamento de equações é utilizando o número de oxidação, seguindo as etapas a seguir:

1a passo: Determinar o número de oxidação dos elementos da equação e obter suas variações.

2a passo: Obter a variação total dos números de oxidação dos elementos.

3a passo: A variação do número de oxidação do redutor será o coeficiente do oxidante, e o coeficiente do redutor será variação do número de oxidação do oxidante.

4a passo: A partir disso, completar o balançamento da equação e se necessário, simplificar os coeficientes.

Exemplo:

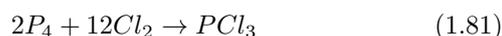


1º passo: P_4 , Nox=0, Cl_2 , Nox=0, PCl_3 , $P \rightarrow$ Nox=+1, $Cl_3 \rightarrow$ Nox=-1.



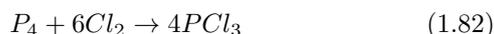
2º passo: $P_4 \rightarrow \Delta_t = 3 \times 4 = 12$, $Cl_2 \rightarrow \Delta_t = 1 \times 2 = 2$

3º passo: Coeficientes serão $P_4 = 2$ e $Cl_2 = 12$,



4º passo: $2P_4 + 12Cl_2 \rightarrow 8PCl_3$

Simplificando os coeficientes:

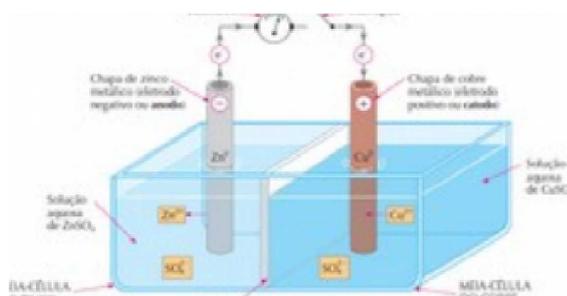


PILHA DE DANIELL

Em uma reação de oxi-redução como mostrada abaixo, o Zn^0 doa elétrons para o Cu^{+2} . Essa transferência de elétrons ocorre através de algum fio externo, onde se terá construído uma pilha, denominada de pilha de Daniell, esquematizada na figura 1.



Figura 1: Pilha de Daniell



Fonte: Feltre, 2004.

Observando a montagem da pilha de Daniell, através da figura 1, percebe-se que há dois compartimentos,

onde em um compartimento foi inserida uma chapa de zinco (Zn) e no outro foi inserido uma chapa cobre (Cu). Tais compartimentos são denominados de meias-células, que são separadas por uma parede de porcelana porosa.

Ao fechar o circuito elétrico da pilha, haverá a transferência de elétrons do compartimento (que conterà a chapa que sofre oxidação) denominado de ânodo para o compartimento (que conterà a chapa que sofre redução) denominado de cátodo. No caso da reação citada acima, a transferência ocorrerá do zinco (ânodo) para o cobre (cátodo). Cada compartimento apresenta uma solução, solução de $CuSO_4$ (pólo positivo) e solução de $ZnSO_4$ (pólo negativo). Na meia-célula de zinco, a medida que o zinco vai oxidando, começa a ter excesso do íon Zn^{+2} na sua solução. Na meia-célula de cobre, a medida que o cobre é reduzido de Cu^{+2} a Cu^0 , começa a ter excesso de SO_4^{-2} .

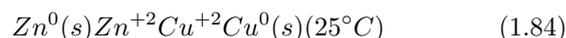
A parede porosa tem por função evitar que as soluções dos dois compartimentos se misturem, permitindo somente a transferência de íons por meio de forças elétricas, mantendo assim, o equilíbrio eletrostático da solução.

Após a reação ocorrer, algumas modificações ocorrerá na pilha. A chapa de zinco será corroída e a chapa de cobre estará coberta por uma massa. Em relação às soluções dos compartimentos, o $CuSO_4$ estará mais diluído e $ZnSO_4$ estará mais concentrada.

REPRESENTAÇÃO DA PILHA DE DANIELL

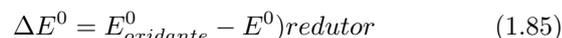
ELL

A representação da pilha de Daniell ocorre da seguinte maneira: do lado esquerdo, indicar o ânodo e do lado direito indicar o cátodo e entre eles, através do símbolo de duas barras, indicar a parede porosa. Para a reação acima, a representação será da seguinte maneira:



FORÇA ELETROMOTRIZ (FEM)

A força eletromotriz, ou simplesmente fem, é a diferença de potencial (ddp) que é mensurada entre os pólos da pilha, quando não ocorre a transferência de corrente elétrica no circuito. Ela pode ser calculada, sob condições padrões (solução com 1 mol/L à $25^\circ C$) pela diferença do potencial do oxidante pelo potencial do redutor.



ESPONTANEIDADE DA REAÇÃO REDOX

Para saber se a reação ocorre de forma espontânea, faz-se uma análise da fem (ΔE^0). Se ΔE^0 for positivo, a reação ocorrerá de forma espontânea, caso ΔE^0 seja negativo, a reação ocorrerá de forma não espontânea.

Eletrólise

A eletrólise é uma reação de oxi-redução, ou decomposição de uma substância que é produzida por uma corrente

elétrica. Esse processo pode ocorrer através da montagem de uma célula eletrolítica e um circuito elétrico contendo um gerador elétrico. O gerador elétrico introduz elétrons através do circuito pelo pólo negativo, também denominado de cátodo e retira elétrons no pólo positivo, também denominado de ânodo. A quantidade de elétrons que é introduzida e a quantidade retirada são as mesmas. Para que ocorra a passagem de corrente elétrica, a célula eletrolítica deve conter um eletrólito, de forma que os íons desse eletrólito se deslocarão para o eletrodo com sinal contrário, assim, perdendo ou ganhando elétrons, promovendo além da passagem de corrente elétrica, modificações químicas nos íons. Isso ocorrerá se os íons possuírem movimentação por fusão, denominada de eletrólise ígnea, ou por dissolução, denominada de eletrólise em solução.

ELETRÓLISE ÍGNEA

A eletrólise ígnea ocorre quando o eletrólito esta fundido, de forma que assim, seus íons possuam liberdade para se movimentarem. Os cátions serão atraídos pelo cátodo, que é o pólo negativo, ganhando elétrons, ou seja, sofrendo uma redução. Os ânions serão atraídos pelo ânodo, que é o pólo positivo, perdendo elétrons, ou seja, sofrendo oxidação.

ELETRÓLISE EM SOLUÇÃO AQUOSA COM ELETRODOS INERTES

Na eletrólise em solução aquosa que contém eletrodos inertes, conterà, além dos íons do eletrólito, íons da própria água. Apesar de essa ionização ser fraca, não pode ser desprezada, já que irá disputar com os íons do outro eletrólito, de forma que haverá prioridade dentre os íons, que descarregaram nos pólos.

ELETRÓLISE EM SOLUÇÃO AQUOSA COM ELETRODOS ATIVOS

Nesse caso, os eletrodos participam da eletrólise. Se o eletrodo, por exemplo, estiver no pólo positivo, ele remove elétrons de seu próprio metal ao invés de remover os ânions que estão na solução, sofrendo assim um desgaste.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

FELTRE, R. Química. 6a ed. São Paulo: Moderna, 2004.

NETTO, C. G. Química: da teoria à realidade. São Paulo: Scipione, 1995.

USBERCO, J.; SALVADOR, E. Química. 5a ed. São Paulo: Saraiva, 2002.

Subseção 1.4.2

Exercícios

1 - (ENEM) Eu também podia decompor a água, se fosse salgada ou acidulada, usando a pilha de Danieli como fonte de força. Lembro o prazer extraordinário que sentia ao decompor um pouco de água em uma taça para ovos quentes, vendo-a separar-se em seus elementos, o oxigênio em um eletrodo, o hidrogênio no outro. A eletricidade de uma pilha

de 1 volt parecia tão fraca, e no entanto podia ser suficiente para desfazer um composto químico, a água... SACKS. 0. Tio tungstênio: mamórias de uma infância química. São Paulo: Cia. das Letras, 2002. O fragmento do romance de Oliver Sacks relata a separação dos elementos que compõem a água. O princípio do método apresentado e utilizado industrialmente na:

- (A) obtenção de ouro a partir de pepitas.
- (B) obtenção de calcário a partir de rochas.
- (C) obtenção de alumínio a partir da bauxita.
- (D) obtenção de ferro a partir de seus óxidos.
- (E) obtenção de amônia a partir de hidrogênio e nitrogênio.

2 - (ENEM) O boato de que os lacres das latas de alumínio teriam um alto valor comercial levou muitas pessoas a juntarem esse material na expectativa de ganhar dinheiro com sua venda. As empresas fabricantes de alumínio esclarecem que isso não passa de uma “lenda urbana”, pois ao retirar o anel da lata, dificulta-se a reciclagem do alumínio. Como a liga do qual é feito o anel contém alto teor de magnésio, se ele não estiver junto com a lata, fica mais fácil ocorrer a oxidação do alumínio no forno. A tabela apresenta as semirreações e os valores de potencial padrão de redução de alguns metais:

Semirreação	Potencial Padrão de Redução (V)
$\text{Li}^+ + e^- \rightarrow \text{Li}$	-3,05
$\text{K}^+ + e^- \rightarrow \text{K}$	-2,93
$\text{Mg}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,36
$\text{Al}^{3+} + 3 e^- \rightarrow \text{Al}$	-1,66
$\text{Zn}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76
$\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$	+0,34

Disponível em: www.sucatas.com. Acesso em: 28 de fev. 2012 [adaptado].

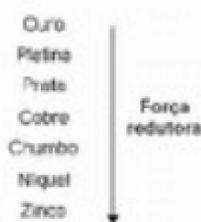
Com base no texto e na tabela, que metais poderiam entrar na composição do anel das latas com a mesma função do magnésio, ou seja, proteger o alumínio da oxidação nos fornos e não deixar diminuir o rendimento de sua reciclagem?

- (A) Somente o Lítio, pois ele possui o menor potencial de redução.
- (B) Somente o cobre, pois ele possui o maior potencial de redução.
- (C) Somente o potássio, pois ele possui potencial de redução mais próximo do magnésio.

(D) Somente cobre e o zinco, pois eles sofrem oxidação mais facilmente que o alumínio.

(E) Somente o Lítio e o potássio, pois seus potenciais de redução são menores do que o do alumínio.

3 - (ENEM) Para que apresente condutividade elétrica adequada a muitas aplicações, o cobre bruto obtido por métodos térmicos é purificado eletroliticamente. Nesse processo, o cobre bruto impuro constitui o ânodo da célula, que esta imerso em uma solução de $CuSO_4$. À medida que o cobre impuro é oxidado no ânodo, íons Cu^{+2} da solução são depositados na forma pura no cátodo. Quanto às impurezas metálicas, algumas são oxidadas, passando à solução, enquanto outras simplesmente se desprendem do ânodo e se sedimentam abaixo dele. As impurezas sedimentadas são posteriormente processadas, e sua comercialização gera receita que ajuda a cobrir os custos do processo. A série eletroquímica a seguir lista o cobre e alguns metais presentes como impurezas no cobre bruto de acordo com suas forças redutoras relativas.



Entre as impurezas metálicas que constam na série apresentada, as que se sedimentam abaixo do ânodo de cobre são

(A) Au, Pt, Ag, Zn, Ni, e Pb.

(B) Au, Pt e Ag.

(C) Zn, Ni e Pb.

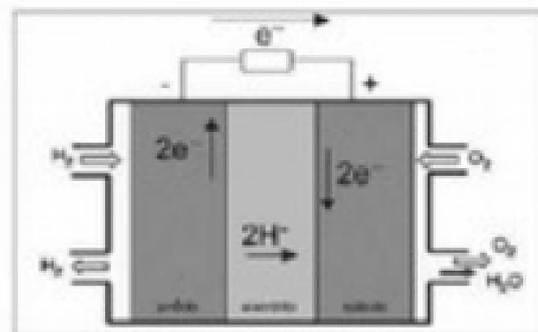
(D) Au e Zn.

(E) Au e Pb.

4 - (ENEM) O crescimento da produção de energia elétrica ao longo do tempo tem influenciado decisivamente o progresso da humanidade, mas também tem criado uma séria preocupação: o prejuízo ao meio ambiente. Nos próximos anos, uma nova tecnologia de geração de energia elétrica deverá ganhar espaço: as células a combustível hidrogênio/oxigênio.

Com base no texto e na figura, a produção de energia elétrica por meio da célula e combustível hidrogênio oxigênio diferencia-se dos processos convencionais porque

(A) transforma energia química em energia elétrica, sem causar danos ao meio ambiente, porque o principal subproduto formado é a água.



(B) converte a energia química contida nas moléculas dos componentes em energia térmica, sem que ocorra a produção de gases poluentes nocivos ao meio ambiente.

(C) transforma energia química em energia elétrica, porém emite gases poluentes da mesma forma que a produção de energia a partir dos combustíveis fósseis.

(D) converte energia elétrica proveniente dos combustíveis fósseis em energia química, retendo os gases poluentes produzidos no processo sem alterar a qualidade do meio ambiente.

(E) converte a energia potencial acumulada nas moléculas de água contidas no sistema em energia química, sem que ocorra a produção de gases poluentes nocivos ao meio.

5 - (ENEM) A eletrólise é muito empregada na indústria com o objetivo de reaproveitar parte dos metais sucateados. O cobre, por exemplo, é um dos metais com maior rendimento no processo de eletrólise, com uma recuperação de aproximadamente 99,9%. Por ser um metal de alto valor comercial e de múltiplas aplicações, sua recuperação torna-se viável economicamente. Suponha que, em um processo de recuperação de cobre puro, tenha-se eletrolisado uma solução de sulfato de cobre (II) ($CuSO_4$) durante 3 h, empregando-se uma corrente elétrica de intensidade igual a 10A. A massa de cobre puro recuperada é de aproximadamente.

Dados: Constante de Faraday $F = 96\ 500$ C/mol; Massa molar em g/mol: $Cu = 63,5$.

(A) 0,02g.

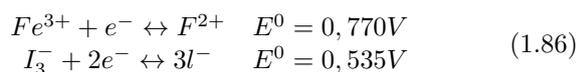
(B) 0,04g.

(C) 2,40g.

(D) 35,5g.

(E) 71,0g.

6 - (SASI) Uma célula eletroquímica é um dispositivo que utiliza reações de óxido-redução para produzir a interconversão de energia química e elétrica. Ela pode ser construída a partir destas semi-reações.



De acordo com os potenciais dessas semi-reações, ASSINALE a alternativa que contém o potencial padrão que representa a reação global da célula eletroquímica no sentido espontâneo.

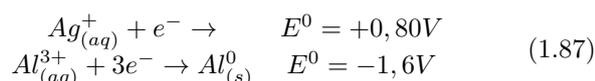
- (A) 0,24 V
- (B) -0,24 V
- (C) 2,4 V
- (D) -2,4 V

7 - (SASI) Um trabalhador da área agrícola esqueceu uma barra de ferro dentro do frasco que continha uma solução aquosa de sulfato de cobre pentahidratado ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$), de coloração azul devido a presença de íons cobre. Considere que o potencial padrão de redução (E^0) para o cobre (Cu^{2+}/Cu) é igual 0,34 V e para o ferro (Fe^{2+}/Fe) é igual a -0,44V.

No outro dia o trabalhador observou que a solução do frasco estava

- (A) incolor.
- (B) inalterada.
- (C) mais diluída.
- (D) menos azulada.

8 - (SASI) Em museus, igrejas ou locais com materiais de decoração é comum ver objetos de prata com manchas escuras, formadas devido à reação química que ocorre com a prata e o enxofre presente no ar ou mesmo na pele do corpo. Para remover essas manchas, recorre-se a um procedimento de limpeza eletroquímica em que se mergulha o objeto de prata em um frasco de alumínio contendo solução aquosa de bicarbonato de sódio aquecida. O alumínio reage com o sulfeto, regenerando a prata com seu característico brilho metálico. Observe as semirreações de redução para a prata e o alumínio juntamente com os seus potenciais padrão de redução:



Na pilha formada por essas semi-reações,

- (A) o ânodo é formado pelo eletrodo de prata.
- (B) a diferença de potencial padrão (ΔE) é igual 0,86 V.
- (C) os átomos de prata fornecem elétrons para os íons alumínio.

(D) a massa da placa de alumínio com o passar do tempo diminui.

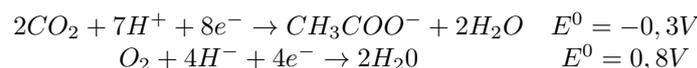
9 - (ENEM) TEXTO I

Biocélulas combustíveis são uma alternativa tecnológica para substituição das baterias convencionais. Em uma biocélula microbiológica, bactérias catalisam reações de oxidação de substratos orgânicos. Liberam elétrons produzidos na respiração celular para um eletrodo, onde fluem por um circuito externo até o cátodo do sistema, produzindo corrente elétrica. Uma reação típica que ocorre em biocélulas microbiológicas utiliza o acetato como substrato.

AQUINO NETO. 3. Preparação e caracterização de bioanodos para biocélula a combustível etanol/O₂. Disponível em: www.teses.usp.br. Acesso em: 23 jun. 2015 (adaptado).

TEXTO II

Em sistemas bioeletroquímicos, os potenciais padrão (E^0) apresentam valores característicos. Para as biocélulas de acetato, considere as seguintes semirreações de redução e seus respectivos potenciais:

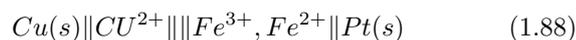


SCOTT. K; YU, E- H. Microbial electrochemical and fuel cells: fundamentals and applications. Woodhead Publishing Series in Energy. n. 88. 2016 (adaptado).

Nessas condições, qual é o número mínimo de biocélulas de acetato, ligadas em série, necessárias para se obter uma diferença de potencial de 4,4 V?

- (A) 3
- (B) 4
- (C) 6
- (D) 9
- (E) 15

10 - (CESGRANRIO-RJ) Considere a pilha representada abaixo.



Assinale a afirmativa falsa.

- (A) A reação de redução que ocorre na pilha é: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu(s)$
- (B) O eletrodo de cobre é o ânodo.
- (C) A semi-reação que ocorre no cátodo é $Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$.
- (D) A reação total da pilha é: $2Fe^{3+} + Cu \rightarrow 2Fe^{2+} + Cu^{2+}$

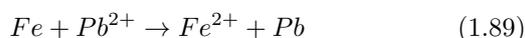
(E) Os elétrons migram do eletrodo de cobre para o eletrodo de platina.

11 - (IFPE) O processo de eletrodeposição em peças metálicas como: talheres, instrumentos cirúrgicos, automóveis, não é utilizado apenas para embelezamento das mesmas, mas também para sua proteção contra a corrosão. Deseja-se niquelar 10 peças de aço idênticas utilizando-se uma solução de sulfato de níquel II. Para niquelar cada uma, gasta-se 1,18g de níquel utilizando uma corrente elétrica de 38,6 A. Devido às dimensões reduzidas do equipamento, só é possível niquelar uma peça por vez. Desprezando o tempo necessário para colocação das peças no equipamento, assinale a alternativa que indica corretamente o tempo gasto para fazer a niquelação das 10 peças.

Dados: $1F = 96.500C$ e $Ni = 59g/mol$.

- (A) 16 min e 40 segundos
- (B) 20 min e 50 segundos
- (C) 42 min e 20 segundos
- (D) 35 min. e 10 segundos
- (E) 14 min. e 29 segundos

12 - (UNIFESP-SP) Ferro metálico reage espontaneamente com íons Pb^{2+} , em solução aquosa. Esta reação é representada por:



Na pilha representada pela figura



Em que ocorre aquela reação global,

- (A) os cátions devem migrar para o eletrodo de ferro.
- (B) ocorre deposição de chumbo metálico sobre o eletrodo de ferro.
- (C) ocorre diminuição da massa do eletrodo de ferro.
- (D) os elétrons migram através da ponte salina do ferro para o chumbo.
- (E) o eletrodo de chumbo atua como ânodo.

13 - (ITA) São feitas as seguintes afirmações a respeito dos produtos formados preferencialmente em eletrodos eletroquimicamente inertes durante a eletrólise de sais inorgânicos fundidos ou de soluções aquosas de sais inorgânicos:

- I. Em $CaCl_2$ há formação de $Ca(s)$ no catodo.
- II. Na solução aquosa $1 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ em Na_2SO_4 há aumento do pH ao redor do anodo.
- III. Na solução aquosa 1 mol.L^{-1} em $AgNO_3$ há formação de no anodo.
- IV. Em $NaBr(l)$ há formação de $Br_2(l)$ no anodo.

Das afirmações acima, está(ão) errada(s) apenas

- (A) I e II.
- (B) I e III.
- (C) II.
- (D) III.
- (E) IV

14 - (ENEM) O alumínio se funde a $666^\circ C$ e é obtido à custa de energia elétrica, por eletrólise – transformação realizada a partir do óxido de alumínio a cerca de $1000^\circ C$.

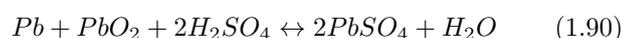
A produção brasileira de alumínio, no ano de 1985, foi da ordem de 550 000 toneladas, tendo sido consumidos cerca de 20kWh de energia elétrica por quilograma do metal. Nesse mesmo ano, estimou-se a produção de resíduos sólidos urbanos brasileiros formados por metais ferrosos e não-ferrosos em 3 700 t/dia, das quais 1,5% estima-se corresponder ao alumínio.

([Dados adaptados de] FIGUEIREDO, P. J. M. A sociedade do lixo: resíduos, a questão energética e a crise ambiental. Piracicaba: UNIMEP, 1994)

Suponha que uma residência tenha objetos de alumínio em uso cuja massa total seja de 10kg (painéis, janelas, latas etc.). O consumo de energia elétrica mensal dessa residência é de 100kWh. Sendo assim, na produção desses objetos utilizou-se uma quantidade de energia elétrica que poderia abastecer essa residência por um período de

- (A) 1 mês.
- (B) 2 meses.
- (C) 3 meses.
- (D) 4 meses.

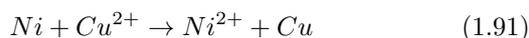
15 - (UNEB-BA) A equação a seguir representa uma reação reversível que ocorre na bateria de um carro.



Assinale a alternativa incorreta.

- (A) O chumbo metálico é oxidado durante a descarga.
 (B) O número de oxidação do chumbo no dióxido de chumbo é +4.
 (C) O sulfato de chumbo é um sal insolúvel de chumbo.
 (D) Durante a reação de carga, o sulfato de chumbo é reduzido apenas.
 (E) A equação apresentada representa uma reação de oxir-redução.

16 - (PUC-MG) Considere a célula eletroquímica, representada pela equação global:



É correto afirmar que:

- (A) há desgaste do eletrodo de cobre.
 (B) o cobre sofre oxidação.
 (C) o níquel funciona como ânodo.
 (D) a solução de níquel dilui-se.
 (E) os elétrons fluem, pelo circuito externo, do cobre para o níquel.

17 - (MACKENZIE-SP) Considerando a pilha $Zn^o/Zn^{2+} // Cu^{2+}/Cu^o$ e sabendo que o zinco cede elétrons espontaneamente para íons Cu^{2+} , é incorreto afirmar que:

- (A) o eletrodo de cobre é o cátodo.
 (B) o eletrodo de Zn é gasto.
 (C) a solução de $CuSO_4$ irá se concentrar.
 (D) o eletrodo de zinco é o ânodo.
 (E) a equação global da pilha é $Zn^o + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu^o$.

18 - (FGV-SP) Sobre as pilhas eletrolíticas são feitas as afirmações:

- I.** Transformam energia química em energia elétrica.
II. Cada meia célula é formada por um metal mergulhado em uma solução de um de seus sais.
III. O contato entre duas meias células é feito por uma membrana porosa (semipermeável); ou por uma ponte salina.
IV. No ânodo (pólo positivo) ocorre redução e no cátodo (pólo negativo) ocorre oxidação.

Sobre as afirmativas, estão erradas:

- (A) todas.

- (B) nenhuma.
 (C) apenas I e II.
 (D) apenas IV.
 (E) apenas II, III e IV.

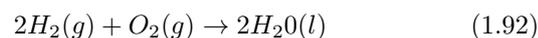
19 - (FEI-SP) Com relação a uma pilha eletroquímica, são feitas as seguintes afirmações:

- I.** No cátodo ocorre redução dos íons da solução.
II. A passagem de elétrons, no circuito externo, é do cátodo para o ânodo.
III. O ânodo sofre redução de massa.

São verdadeiras as seguintes sentenças:

- (A) I e II.
 (B) II e III.
 (C) I e III.
 (D) todas.
 (E) somente I.

20 - (UFMG-MG) Pilhas a combustível são dispositivos eletroquímicos em que a reação de um combustível com oxigênio produz energia elétrica. O diagrama representa, simplificada, uma pilha a combustível, que envolve a reação entre os gases hidrogênio e oxigênio, conforme a equação



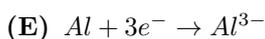
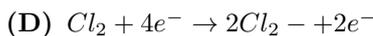
Com relação a essa pilha, todas as afirmativas a seguir estão corretas, exceto:

- (A) o circuito externo transporta, para o oxigênio, elétrons retirados do hidrogênio.
 (B) o transporte de carga através da solução é feito por íons.
 (C) a reação torna iguais os números de oxidação do hidrogênio e do oxigênio.
 (D) o hidrogênio atua na reação como o agente redutor.

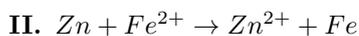
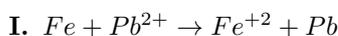
21 - (UEMS-MS) Dada a reação de transformação do alumínio em cloreto de alumínio pela ação do gás cloro:

Pode-se verificar que a semi-reação que representa o processo de oxidação é:

- (A) $Al + 3e^- \rightarrow Al^{3+}$
 (B) $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$
 (C) $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$



22 - (FUVEST) I e II são equações de reações que ocorrem em água, espontaneamente, no sentido indicado, em condições padrão.



Analisando tais reações, isoladamente ou em conjunto, pode-se afirmar que, em condições padrão,

- (A) elétrons são transferidos do Pb^{2+} para o Fe.
 (B) reação espontânea deve ocorrer entre Pb e Zn^{2+} .
 (C) Zn^{2+} deve ser melhor oxidante do que Fe^{2+} .
 (D) Zn deve reduzir espontaneamente Pb^{2+} a Pb.
 (E) Zn^{2+} deve ser melhor oxidante do que Pb^{2+} .

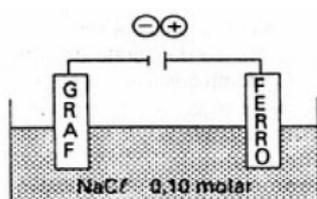
23 - (UNIP) Objetos de ferro ou aço podem ser protegidos da corrosão de vários modos:

- I) Cobrindo a superfície com uma camada protetora.
 II) Colocando o objeto em contato com um metal mais ativo, como zinco.
 III) Colocando o objeto em contato com um metal menos ativo, como cobre.

São corretos:

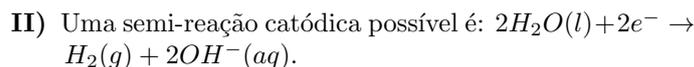
- (A) apenas I.
 (B) apenas II.
 (C) apenas III.
 (D) apenas I e II.
 (E) apenas I e III.

24 - (ITA) Considere uma célula eletrolítica, contendo uma solução aquosa 0,10 molar de NaCl, ligada a uma fonte externa, conforme o esquema a seguir.



Quais das afirmações seguintes são corretas?

- I) No eletrodo de grafite ocorre uma redução.



III) A semi-reação $Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 2e^-$ é uma das semi-reações que podem ocorrer no eletrodo da direita.

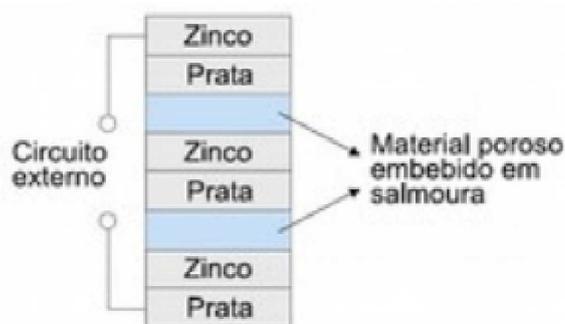
IV) Em virtude da eletrólise, o pH da solução irá aumentar.

V) O eletrodo de grafite irá perder peso e nele haverá formação de $CO_2(g)$.

25 - A eletrólise ígnea do cloreto de sódio resulta em sódio metálico e gás cloro. Nesse processo, cada íon

- (A) cloreto recebe um elétron.
 (B) sódio recebe dois elétrons.
 (C) sódio recebe um elétron.
 (D) sódio perde um elétron.
 (E) cloreto perde dois elétrons.

26 - (VUNESP-SP) Em maio de 1800, Alessandro Volta anunciou a invenção da pilha elétrica, a primeira fonte contínua de eletricidade. O seu uso influenciou fortemente o desenvolvimento da Química nas décadas seguintes. A pilha de Volta era composta de discos de zinco e de prata sobrepostos e intercalados com material poroso embebido em solução salina, como mostrado a seguir:



Com o funcionamento da pilha, observa-se que os discos de zinco sofrem corrosão. A respeito da pilha de Volta, são feitas as seguintes afirmações:

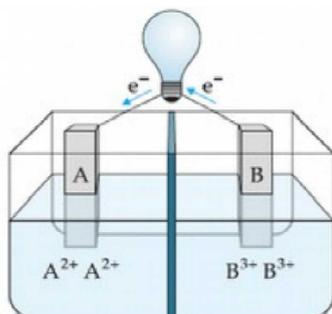
- I. nos discos de zinco, ocorre a semi-reação: $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$.
 II. os discos de prata são fontes de elétrons para o circuito externo.
 III. o aumento do diâmetro dos discos empregados na montagem não influencia a tensão fornecida pela pilha.

Das três afirmações apresentadas:

- (A) apenas I é verdadeira.

- (B) apenas II é verdadeira.
 (C) apenas I e II são verdadeiras.
 (D) apenas I e III são verdadeiras.
 (E) apenas II e III são verdadeiras.

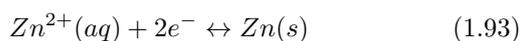
27 - (UEPG-PR) Sobre a pilha esquematizada abaixo, assinale o que for correto.



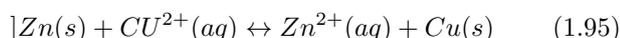
- (01) Seu funcionamento diminui a concentração de íons B^{3+} .
 (02) O eletrodo B sofre oxidação.
 (04) O eletrodo A é denominado cátodo.
 (08) A equação global é dada por $2B(s) + 3A^{2+}(aq) \rightarrow 2B^{3+}(aq) + 3A(s)$.
 (16) O eletrodo B sofre corrosão.

Some os números dos itens corretos.

28 - (UFMG-MG) Considere as seguintes equações:

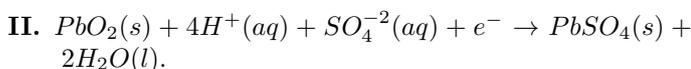
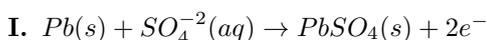


A reação global da célula galvânica correspondente, geradora de eletricidade, é:

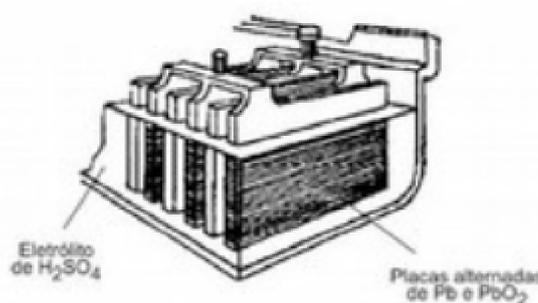
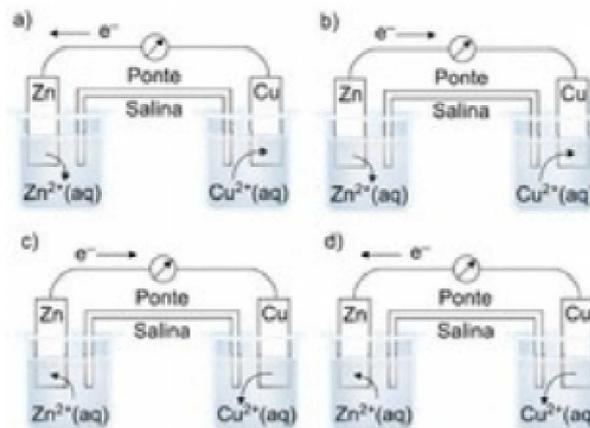


29 - (UFRJ-RJ) Nas baterias de chumbo, usadas nos automóveis, os eletrodos são placas de chumbo e de óxido de chumbo (PbO_2) imersas em solução de ácido sulfúrico concentrado, com densidade da ordem de 1,280.

As reações que ocorrem durante a descarga da bateria são as seguintes:

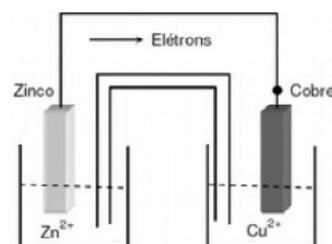


(A) Qual das duas reações ocorre no polo negativo (ânodo) da bateria? Justifique sua resposta.



(B) Explique o que acontece com a densidade da solução da bateria durante sua descarga.

30 - (UFPE-PE) A história das pilhas é antiga. Em 1600, Otto von Guericke inventou a primeira máquina para produzir eletricidade. Os outros pesquisadores como Galvani, Volta e Daniell também se dedicaram ao desenvolvimento de células eletroquímicas. A célula de Daniell (ou pilha de Daniell) é um exemplo antigo de célula galvânica. Ela foi inventada pelo químico britânico John Daniell, em 1836. Esta célula pode ser descrita resumidamente pela figura a seguir:



Nesta célula o eletrodo de zinco é denominado ânodo ($Zn(s) \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$), e o eletrodo de cobre é o cátodo ($Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$). Neste sistema, o $Zn(s)$ e o Cu^{2+} sofrem, respectivamente, um processo de:

- (A) oxidação e redução.
 (B) redução e oxidação.

- (C) redução e redução.
- (D) oxidação e oxidação.
- (E) redução e neutralização.